

Comprende versione
ebook



Alessandro Del Zotto

Esercizi di Chimica Generale

II Edizione



Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuo lettore!**



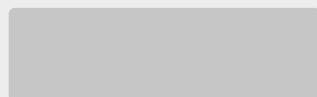
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edises.it** e accedere ai contenuti digitali.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie



Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.
L'**accesso ai contenuti digitali** sarà consentito **per 18 mesi**.

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edises.it** e segui queste semplici istruzioni

Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito **edises.it**
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edises.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



I contenuti digitali sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere all'**Ebook**, ovvero la versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**.

ESERCIZI DI CHIMICA GENERALE

Alessandro Del Zotto

II Edizione



ESERCIZI DI CHIMICA GENERALE

Alessandro Del Zotto - II Edizione

Copyright © 2024, EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2028 2027 2026 2025 2024

Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno dell'ultima ristampa effettuata

A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale, del presente volume o di parte di esso con qualsiasi mezzo.

L'Editore

L'Editore ha effettuato quanto in suo potere per richiedere il permesso di riproduzione del materiale di cui non è titolare del copyright e resta comunque a disposizione di tutti gli eventuali aventi diritto.

Fotocomposizione: ProMedia Studio di A. Leano

Stampato presso: Vulcanica S.r.l. – Nola (NA)

per conto della EdiSES Edizioni S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

www.edises.it

assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 198 0

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi sulla piattaforma *assistenza.edises.it*.

L'Autore

Laureato in Chimica presso l'Università di Padova, è stato professore di Chimica Generale e Inorganica all'Università di Udine. È attualmente in quiescenza.

Ha insegnato Chimica Generale e Inorganica in vari corsi di laurea triennali dell'ambito agroambientale (Scienze Agrarie, Scienze per l'Ambiente e la Natura, Viticoltura ed Enologia) e Inquinamento Chimico e Fisico dell'Atmosfera nel corso di laurea magistrale in Analisi e Gestione dell'Ambiente. Ha inoltre insegnato Chimica Generale e Inorganica nel corso di laurea magistrale in Fisica Computazionale e ha tenuto una serie di corsi monografici presso la Scuola Superiore Universitaria dell'Ateneo udinese.

Ha svolto attività di ricerca nel settore della chimica dei metalli di transizione, conducendo studi sulla struttura, sulla dinamica molecolare e sulla reattività di complessi a base di rutenio, osmio, cobalto, rodio, iridio, nichel, palladio, platino, rame, argento e oro. Ha inoltre effettuato ricerche nel settore della catalisi omogenea ed eterogenea, in particolare i suoi studi sono stati focalizzati sulle reazioni di *coupling* C-C.

Negli ultimi due decenni di attività ha collaborato con ARPA-FVG nelle indagini sulla radioattività naturale (radon) e artificiale (fall-out di Chernobyl).

È stato relatore di 25 tesi di laurea.

È coautore del testo "Viaggio nella Chimica", edito nel 2023 da EdiSES università.

"La teoria è quando si sa tutto ma non funziona niente. La pratica è quando tutto funziona ma non si sa il perché. In ogni caso si finisce sempre con il coniugare la teoria con la pratica: non funziona niente e non si sa il perché".

Albert Einstein

Prefazione

Questo testo di esercizi è rivolto principalmente agli studenti che frequentano i corsi di Chimica Generale presenti (usualmente al primo semestre del primo anno) nei corsi di laurea delle aree delle scienze agrarie, naturali e ambientali, nonché delle aree mediche, farmaceutiche, biologiche e biotecnologiche. In linea con tale focus, alcuni argomenti tipici della Chimica Generale, quali la termochimica, la cinetica e gli equilibri di complessamento, non sono trattati.

Il testo, che riprende, amplia, aggiorna e (sperabilmente) migliora la precedente versione edita nel 2019, consta di 16 capitoli e una serie di utili Appendici. Sono presenti 158 esercizi svolti analiticamente, 294 esercizi da svolgere corredati di soluzione, 82 reazioni chimiche da bilanciare, con soluzione e 180 esercizi riepilogativi con soluzione (capitolo 16) che sono tratti dai test di esame affrontati dai miei studenti. La grande quantità di esercizi svolti penso sia il principale pregio di questo testo.

Rammento allo studente che l'esercizio rappresenta un efficace strumento per perfezionare e approfondire la comprensione di un concetto, ed è un utile e potente mezzo per verificare la propria preparazione e il proprio livello di apprendimento e di conoscenza.

Alessandro DEL ZOTTO

“Se qualcosa non può essere espresso in numeri non è scienza:
è opinione”

Robert Anson Heinlein

Indice generale

CAPITOLO 1	SENSIBILITÀ, PRECISIONE E ACCURATEZZA	1
1.1	MISURAZIONE ED ERRORE	1
1.2	CIFRE SIGNIFICATIVE	2
CAPITOLO 2	GRANDEZZE, DIMENSIONI E UNITÀ DI MISURA	3
CAPITOLO 3	PARTICELLE FONDAMENTALI, CARICA E MASSA	7
3.1	ATOMO, ELEMENTO, ISOTOPO, MOLECOLA E IONE	7
	<i>Atomo</i>	7
	<i>Elemento</i>	7
	<i>Isotopo</i>	8
	<i>Molecola</i>	8
	<i>Ione</i>	8
3.2	MASSA ATOMICA RELATIVA, NUMERO DI AVOGADRO E MOLE	9
3.3	ESERCIZI SVOLTI	11
3.4	ESERCIZI	14
CAPITOLO 4	FORMULA EMPIRICA, MOLECOLARE E STRUTTURALE	19
4.1	COMPOSIZIONE ELEMENTARE PERCENTUALE	21
4.2	ESERCIZI SVOLTI	22
4.3	ESERCIZI	31
CAPITOLO 5	RAPPRESENTAZIONE E COSTRUZIONE DELLE MOLECOLE. IL FORMALISMO DI LEWIS	37
5.1	ESERCIZI	40
	<i>Risposte</i>	41
CAPITOLO 6	REAZIONE CHIMICA E BILANCIAMENTO	43
6.1	METODO ALGEBRICO	44
6.2	METODO PER TENTATIVI	46
6.3	BILANCIAMENTO DELLA REAZIONE REDOX	47
6.4	REAZIONI SCRITTE IN FORMA IONICA	50
6.5	REAZIONE DI DISMUTAZIONE	51
6.6	ESERCIZI	52
6.7	SOLUZIONE DEGLI ESERCIZI	55
CAPITOLO 7	CALCOLI PONDERALI	59
7.1	ESERCIZI SVOLTI	60
7.2	ESERCIZI	74
CAPITOLO 8	LE LEGGI DEL GAS IDEALE	83
8.1	MISCELE GASSOSE	84
8.2	GAS REALI	85

Indice generale

8.3	ESERCIZI SVOLTI	86
8.4	ESERCIZI	92
CAPITOLO 9 REAZIONI TRA GAS. LA COMBUSTIONE		97
9.1	ESERCIZI SVOLTI	97
9.2	ESERCIZI	103
CAPITOLO 10 LO STATO DI SOLUZIONE. CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE		107
10.1	ESERCIZI SVOLTI	108
10.2	ESERCIZI	116
CAPITOLO 11 PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI		121
11.1	ESERCIZI SVOLTI	123
11.2	ESERCIZI	129
CAPITOLO 12 EQUILIBRIO CHIMICO E COSTANTE DI EQUILIBRIO		135
12.1	ESERCIZI SVOLTI	137
12.2	ESERCIZI	147
CAPITOLO 13 TEORIA ACIDO-BASE DI BRØNSTED-LOWRY		151
13.1	IL PH DELLE SOLUZIONI ACQUOSE	152
13.2	SOLUZIONI TAMPONE	155
13.3	TITOLAZIONI ACIDO-BASE	156
13.4	ESERCIZI SVOLTI	157
13.5	ESERCIZI	174
CAPITOLO 14 SALI POCO SOLUBILI. SOLUBILITÀ E COSTANTE DI SOLUBILITÀ		181
14.1	ESERCIZI SVOLTI	182
14.2	ESERCIZI	189
CAPITOLO 15 ELETTROCHIMICA. POTENZIALE ELETTROCHIMICO		193
15.1	LA PILA	194
15.2	L'ELETTROLISI	197
15.3	ESERCIZI SVOLTI	198
15.4	ESERCIZI	205
CAPITOLO 16 ESERCIZI SUPPLEMENTARI TRATTI DA TEST DI ESAME		211
APPENDICE A		245
A.1	ESPRESSIONE DEI NUMERI	245
A.2	LOGARITMI	246
A.3	EQUAZIONI DI SECONDO GRADO	246
A.4	FUNZIONI E GRAFICI	247

APPENDICE B	249
<i>Masse atomiche degli elementi (Z da 1 a 103)</i>	249
APPENDICE C	252
<i>Costanti fisiche fondamentali</i>	252
APPENDICE D	253
<i>Fattori di conversione di alcune unità di misura</i>	253
APPENDICE E	254
<i>Valori di K_a e pK_a di acidi deboli monoprotici</i>	254
<i>Valori di pK_a di acidi deboli poliprotici</i>	254
<i>Valori di K_b e pK_b di basi deboli monoprottonabili</i>	255
APPENDICE F	256
<i>Valori di K_s dei più comuni sali poco solubili</i>	256
APPENDICE G	258
<i>Potenziale elettrochimico standard di riduzione (E°) delle più comuni coppie redox</i>	258

PARTICELLE FONDAMENTALI, CARICA E MASSA

Le particelle elementari costituenti la materia sono il protone, il neutrone e l'elettrone. Le prime due sono presenti nel nucleo dell'atomo e pertanto sono chiamate nucleoni. Nella Tabella 3.1 sono riportate le particelle elementari, la loro massa assoluta e relativa e la loro carica. Massa assoluta e carica sono date in unità di misura del Sistema Internazionale, chilogrammo e coulomb, rispettivamente. La massa relativa è in unità u (unità di massa atomica). Il significato di tale unità di misura relativa sarà chiarito più avanti. È da porre in rilievo che il valore assoluto della carica del protone e dell'elettrone, che vale $1.602 \cdot 10^{-19}$ C, è una delle costanti fondamentali della fisica e rappresenta la più piccola frazione di carica esistente in Natura. Viene definita "carica elementare" o "quanto di carica" poiché qualsiasi carica è un multiplo intero di tale valore. Per quanto concerne le masse delle tre particelle fondamentali, si può notare come la massa del neutrone sia di poco superiore alla massa del protone. Infine, la massa dell'elettrone è ca. $2 \cdot 10^3$ volte inferiore alla massa del protone:

$$\frac{m(p^+)}{m(e^-)} = \frac{1.6726 \cdot 10^{-27}}{9.109 \cdot 10^{-31}} \approx 1836$$

Tabella 3.1. Particelle elementari, massa e carica

Particella	Massa assoluta	Massa relativa	Carica
Protone (p^+)	$1.6726 \cdot 10^{-27}$ kg	1.00728 u	$1.602 \cdot 10^{-19}$ C (+1)
Neutrone (n)	$1.6749 \cdot 10^{-27}$ kg	1.00867 u	
Elettrone (e^-)	$9.109 \cdot 10^{-31}$ kg	$5.49 \cdot 10^{-4}$ u	$1.602 \cdot 10^{-19}$ C (-1)

3.1 ATOMO, ELEMENTO, ISOTOPO, MOLECOLA E IONE

Poiché in questo testo si farà un uso frequente dei termini atomo, elemento, isotopo, molecola e ione, di seguito sono riportate le definizioni di ciascuno di essi.

Atomo

L'atomo è la più piccola quantità di materia che conserva le caratteristiche e le proprietà fisiche di un elemento chimico. È costituito da un aggregato di protoni, neutroni ed elettroni complessivamente neutro. Ne consegue che in un atomo vi è un numero uguale di protoni ed elettroni. Protoni e neutroni costituiscono il nucleo dell'atomo che perciò racchiude tutta la carica positiva dell'atomo e quasi tutta la sua massa. Gli elettroni occupano uno spazio notevolmente esteso attorno al nucleo. Tra la dimensione dell'atomo e quella del nucleo vi sono 4-5 ordini di grandezza.

Elemento

Viene definito elemento un atomo del quale è specificato il numero di protoni che viene chiamato numero atomico (Z). L'elemento è contraddistinto da un proprio nome e un proprio simbolo. Il simbolo è costituito da una lettera maiuscola (per soli 14 elementi) oppure da una lettera maiuscola e una minuscola. Per esempio, C è il carbonio ($Z = 6$), Cd è il cadmio ($Z = 48$),

Cm è il curio ($Z = 96$); P è il fosforo ($Z = 15$), Pd è il palladio ($Z = 46$), Pr è il praseodimio ($Z = 59$); S è lo zolfo ($Z = 16$), Sc è lo scandio ($Z = 21$), Sm è il samario ($Z = 62$). Il numero atomico si indica a sinistra al piede del simbolo dell'elemento. Per esempio, nel caso del boro, del germanio, del tungsteno e del proattinio si scrive ${}_5\text{B}$, ${}_{32}\text{Ge}$, ${}_{74}\text{W}$ e ${}_{91}\text{Pa}$, rispettivamente.

Isotopo

Gli isotopi sono in relazione a un determinato elemento chimico, in quanto l'isotopo di un elemento ha un suo definito numero di neutroni. Il numero totale di protoni e neutroni (nucleoni) caratterizzante un isotopo è chiamato numero di massa, lo si indica con la lettera A e lo si scrive a sinistra all'apice del simbolo dell'elemento. Per esempio, ${}^3\text{H}$, ${}^{18}\text{O}$, ${}^{31}\text{P}$, ${}^{137}\text{Cs}$ e ${}^{234}\text{U}$, sono specifici isotopi degli elementi idrogeno, ossigeno, fosforo, cesio e uranio, rispettivamente. Alcuni elementi sono presenti in Natura con un solo isotopo, essi sono complessivamente 20. Tutti gli altri elementi sono presenti come miscele di isotopi aventi composizione che può essere ritenuta costante. Per esempio, l'idrogeno è costituito da una miscela di ${}^1\text{H}$ (99.985%), ${}^2\text{H}$ (0.015%) e ${}^3\text{H}$ (tracce). L'isotopo più pesante è radioattivo, cioè un nucleo formato da un protone e due neutroni è instabile e subisce una decomposizione spontanea. Anche carbonio e ossigeno esistono in Natura come miscela di tre diversi isotopi: ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$ e ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$, ${}^{18}\text{O}$. Di essi, solo l'isotopo ${}^{14}\text{C}$ è radioattivo. Per alcuni elementi, il numero di isotopi che compongono l'elemento naturale può essere elevato. Per esempio, lo stagno ha 10 diversi isotopi: ${}^{112}\text{Sn}$, ${}^{114}\text{Sn}$, ${}^{115}\text{Sn}$, ${}^{116}\text{Sn}$, ${}^{117}\text{Sn}$, ${}^{118}\text{Sn}$, ${}^{119}\text{Sn}$, ${}^{120}\text{Sn}$, ${}^{122}\text{Sn}$ e ${}^{124}\text{Sn}$. Più avanti, quando sarà stata definita la scala relativa della massa, si riprenderanno in considerazione gli isotopi e la loro abbondanza naturale percentuale per calcolare il peso atomico degli elementi naturali.

Molecola

La molecola è un insieme neutro e stabile di atomi tenuti assieme da legami chimici. Il numero degli atomi costituenti una molecola varia da due fino a valori estremamente elevati per certe classi di molecole. Per esempio, l'insulina (un ormone proteico prodotto dal pancreas) ha formula $\text{C}_{257}\text{H}_{383}\text{N}_{65}\text{O}_{76}\text{S}_6$. Essa è quindi formata da 788 atomi complessivamente di cinque diversi elementi. Tra le molecole biatomiche si distinguono le omonucleari, costituite da due atomi identici (H_2 , O_2 , F_2 , ecc.), dalle eteronucleari (CS , HBr , NO , ecc.).

Ione

Lo ione è una specie chimica avente carica elettrica, viene definito ione monoatomico o ione poliatomico qualora esso sia costituito da un solo atomo oppure da più atomi, rispettivamente. La carica può essere positiva o negativa, singola o multipla. Alcuni esempi di ioni monoatomici: K^+ , Ag^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} , F^- , S^{2-} , P^{3-} . Alcuni esempi di ioni molecolari: NO_3^- , HPO_4^{2-} , AsO_4^{3-} , PF_6^- , NH_4^+ , H_3O^+ , UO_2^{2+} , $(\text{CH}_3)_3\text{C}^+$. Gli ioni positivi sono detti cationi, gli ioni negativi sono detti anioni. I composti ionici (sali), complessivamente neutri, sono formati da cationi e anioni assemblati, allo stato solido, in un definito reticolo cristallino.

3.2 MASSA ATOMICA RELATIVA, NUMERO DI AVOGADRO E MOLE

Se le masse degli atomi e delle molecole fossero quantificate utilizzando l'unità di misura del S.I., il chilogrammo, si otterrebbero dei numeri estremamente piccoli e pertanto difficilmente utilizzabili. Si pensi alla massa del protone e del neutrone che è dell'ordine di 10^{-27} kg. Conseguenza di ciò è stata la decisione di ricorrere a una scala di tipo relativo confrontando le masse di atomi e molecole con la massa di un campione di riferimento. Alla dodicesima parte della massa dell'isotopo 12 del carbonio è stato assegnato il valore unitario di riferimento. L'unità di misura è stata definita unità di massa atomica e la si indica con la lettera u; essa è anche nota come Dalton (Da).

$$1 \text{ u} = \frac{m(^{12}\text{C})}{12}$$

Dalla definizione stessa, si ricava che l'isotopo ^{12}C ha massa 12 u (esattamente 12.0000 u). Nella pratica, la massa di un atomo viene espressa come numero di volte in cui la dodicesima parte della massa dell'isotopo ^{12}C è contenuta nella massa dell'atomo stesso. Ne consegue che tale rapporto è un numero adimensionale che viene definito massa atomica relativa. La scelta di definire l'unità di massa atomica come 1/12 della massa dell'isotopo ^{12}C (il cui nucleo è costituito da 6 protoni e 6 neutroni) è quanto mai opportuna: in questo modo infatti protoni e neutroni, che di fatto determinano la massa di un atomo, possiedono una massa relativa prossima al valore unitario (Tabella 3.1). Ne consegue che la massa atomica relativa degli isotopi è molto vicina al loro numero di massa A. Per esempio, le masse atomiche relative degli isotopi ^4He , ^{24}Mg , ^{63}Cu e ^{85}Rb sono, rispettivamente, 4.0026, 23.9850, 62.9296 e 84.9118.

Tenendo presente la composizione isotopica degli elementi, è possibile ottenere la loro massa atomica relativa e quindi quella delle molecole e degli ioni. La massa atomica relativa dell'ossigeno naturale (miscela degli isotopi ^{16}O , ^{17}O e ^{18}O) è 15.9994, quella della molecola d'acqua è 18.0153, quella della molecola del saccarosio (zucchero da cucina, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) è 342.300, infine, quella dello ione NH_4^+ è 18.0385.

La massa atomica relativa, che è un valore ottenuto da una media pesata e non corrisponde alla massa di un isotopo realmente esistente (a meno che non si tratti di uno degli elementi presenti in Natura con un solo isotopo), è più comunemente nota come peso atomico (*pa*). La somma dei pesi atomici degli atomi che formano una molecola viene detto peso molecolare (*pm*) ed è estensibile anche agli ioni poliatomici. Per i composti non molecolari, quali i sali, è tollerato l'utilizzo del termine peso molecolare, ma è più corretto il termine peso formula (*pf*).

Il concetto di mole è strettamente legato a quanto sopra riportato. Infatti, la mole è stata per lungo tempo definita come "la quantità di sostanza contenente tante unità elementari quante ve ne sono in 12.0000 g di isotopo ^{12}C ". La IUPAC (acronimo di *International Union of Pure and Applied Chemistry*, organismo internazionale non governativo) ha però deciso nel 2019 di ridefinire la mole come "la quantità di sostanza che contiene esattamente $6.02214076 \cdot 10^{23}$ entità elementari". Nulla cambia in effetti se si considera che in 12.0000 g di isotopo ^{12}C sono presenti esattamente $6.02214076 \cdot 10^{23}$ isotopi. La nuova definizione di mole è stata scelta per renderla svincolata dalla massa, quindi ora la mole è di fatto una grandezza fisica indipendente. Il numero $6.02214076 \cdot 10^{23}$ (che abitualmente è abbreviato in $6.022 \cdot 10^{23}$) è chiamato numero (o costante) di Avogadro, si indica con N_A , ed è una delle costanti fondamentali della Fisica.

Le entità (unità) elementari citate nella definizione di mole sono gli atomi, gli isotopi, le molecole, gli ioni, gli elettroni, i protoni, ecc. Non è esclusa la possibilità di riferirsi a moli di palline da ping-pong, a moli di puntine da disegno, a moli di scatolette di sardine, ma per queste “entità” il concetto di mole perde ogni significato reale, dato il valore del numero di Avogadro. Infine, va nuovamente ricordato che la mole è una delle sette unità di misura fondamentali del Sistema Internazionale (Capitolo 2, Tabella 2.1), il simbolo di tale unità di misura è mol.

Si può dare una definizione pratica, pertanto di più facile comprensione, del concetto di mole. Per l'atomo, 1 mol corrisponde alla quantità di sostanza, espressa in grammi, numericamente uguale al peso atomico dell'atomo stesso. Un'identica definizione vale per la molecola, prendendo in considerazione la massa molecolare. Per esempio, 1 mol di atomi di idrogeno corrisponde a 1.0079 g di idrogeno [$pa(H) = 1.0079$], 1 mol di atomi di argento corrisponde a 107.8682 g di argento [$pa(Ag) = 107.8682$], 1 mol di molecole di diossido di carbonio corrisponde a 44.010 g di CO_2 [$pm(CO_2) = 44.010$], 137.332 g di fosforo tricloruro (PCl_3) sono 1 mol di molecole di PCl_3 , poiché 137.332 è il peso molecolare di tale composto.

La massa molare (MM) corrisponde per un atomo o per una molecola al peso atomico o al peso molecolare, rispettivamente, espresso in $g \cdot mol^{-1}$. Per esempio, il peso molecolare dell'ammoniaca (NH_3) è 17.0306, la sua massa molare è pertanto $17.0306 g \cdot mol^{-1}$. 17.0306 g di NH_3 corrispondono in moli a:

$$17.0306 g / 17.0306 g \cdot mol^{-1} = 1 \text{ mol}$$

Dalla definizione pratica di mole deriva l'importante relazione:

$$n = \frac{m}{MM}$$

che può essere applicata indifferentemente agli atomi o alle molecole.

Si prenda ora in esame una ipotetica molecola di formula A_2BC_3 , come quella rappresentata in Figura 3.1 (nella realtà potrebbe essere, per esempio, il composto H_2SO_3). Se idealmente immaginiamo di scomporla negli atomi che la costituiscono otteniamo 2 atomi A, 1 atomo B e 3 atomi C. Se invece ragioniamo su N_A molecole, dalla loro scomposizione si formano $2 \cdot N_A$ atomi A, N_A atomi B e $3 \cdot N_A$ atomi C, ovvero, da 1 mol di molecole si ottengono 2 moli di atomi A, 1 mol di atomi B e 3 mol di atomi C. Questo procedimento logico è importante per stabilire i rapporti molari tra molecole e atomi che le compongono, oppure tra molecole e spezzoni delle molecole stesse. Esso troverà applicazione in molti degli esercizi che seguono, ma risulterà altresì importante nei calcoli ponderali relativi alle reazioni chimiche (Capitolo 7) e nelle reazioni di equilibrio (Capitolo 12).

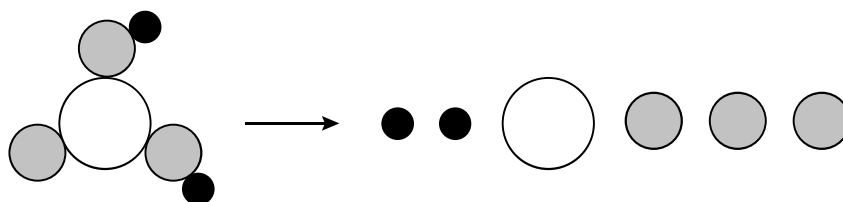


Figura 3.1. Molecola A_2BC_3 (atomo A: nero, atomo B: bianco, atomo C: grigio) e sua scomposizione in atomi.

3.3 ESERCIZI SVOLTI

1) Calcolare la massa molare di SO_2 e le moli contenute in 2.378 g di tale composto.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{S}) = 32.06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{SO}_2) = 2 \cdot MM(\text{O}) + MM(\text{S}) = 2 \cdot 16.00 + 32.06 = 64.06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{SO}_2) = m(\text{SO}_2) / MM(\text{SO}_2) = 2.378 / 64.06 = 3.71 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2) 0.2499 g di PCl_5 equivalgono a $1.2 \cdot 10^{-3}$ mol di tale composto. Calcolare la massa molare di PCl_5 .

$$MM(\text{PCl}_5) = \frac{m(\text{PCl}_5)}{n(\text{PCl}_5)} = \frac{0.2499}{1.2 \cdot 10^{-3}} = 208.25 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3) Calcolare quante moli di fluoro e di boro sono contenute in 2.563 g di BF_3 .

$$MM(\text{B}) = 10.811 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{F}) = 18.998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{BF}_3) = MM(\text{B}) + 3 \cdot MM(\text{F}) = 10.811 + 3 \cdot 18.889 = 67.805 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{BF}_3) = \frac{m(\text{BF}_3)}{MM(\text{BF}_3)} = \frac{2.563}{67.805} = 3.78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{B}) = n(\text{BF}_3) = 3.78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{F}) = 3 \cdot n(\text{BF}_3) = 3 \cdot 3.78 \cdot 10^{-2} = 1.13 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

4) Calcolare quanti atomi di fosforo e di ossigeno sono presenti in 4.316 mol di P_4O_{10} .

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$n(\text{P}) = 4 \cdot n(\text{P}_4\text{O}_{10}) = 4 \cdot 4.316 = 17.264 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 10 \cdot n(\text{P}_4\text{O}_{10}) = 10 \cdot 4.316 = 43.16 \text{ mol}$$

$$n^\circ \text{ atomi P} = n(\text{P}) \cdot N_A = 17.264 \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 1.04 \cdot 10^{25}$$

$$n^\circ \text{ atomi O} = n(\text{O}) \cdot N_A = 43.16 \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 2.60 \cdot 10^{25}$$

5) Calcolare quanti atomi di cloro sono presenti in 0.2374 g di fosgene (COCl_2).

$$MM(\text{C}) = 12.011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{O}) = 16.000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Cl}) = 35.453 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$MM(\text{COCl}_2) = MM(\text{C}) + MM(\text{O}) + 2 \cdot MM(\text{Cl}) = 12.011 + 16.000 + 2 \cdot 35.453 = 98.917 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{COCl}_2) = \frac{m(\text{COCl}_2)}{MM(\text{COCl}_2)} = \frac{0.2374}{98.917} = 2.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = 2 \cdot n(\text{COCl}_2) = 2 \cdot 2.4 \cdot 10^{-3} = 4.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n^\circ \text{ atomi Cl} = n(\text{Cl}) \cdot N_A = 4.8 \cdot 10^{-3} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 2.89 \cdot 10^{21}$$

6) La massa molare del nitrato di ammonio (NH_4NO_3) è $80.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcolare la massa corrispondente a 0.12 mol di NH_4NO_3 e quante sono le moli di atomi di azoto.

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = MM(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80.04 \cdot 0.12 = 9.605 \text{ g}$$

$$n(\text{N}) = 2 \cdot n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 0.12 = 0.24 \text{ mol}$$

7) Calcolare quanti atomi di H sono presenti in 6.774 g di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

$$MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180.16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{6.774}{180.16} = 3.76 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = 12 \cdot 3.76 \cdot 10^{-2} = 4.51 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n^\circ \text{ atomi H} = n(\text{H}) \cdot N_A = 4.51 \cdot 10^{-1} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 2.72 \cdot 10^{23}$$

8) In 22.7095 g di FeCl_3 sono presenti $2.529 \cdot 10^{23}$ atomi di cloro. Calcolare la massa molare del cloro.

$$MM(\text{Fe}) = 55.85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{n^\circ \text{ atomi Cl}}{N_A} = \frac{2.529 \cdot 10^{23}}{6.022 \cdot 10^{23}} = 0.42 \text{ mol}$$

$$n(\text{FeCl}_3) = \frac{n(\text{Cl})}{3} = \frac{0.42}{3} = 0.14 \text{ mol}$$

$$MM(\text{FeCl}_3) = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{n(\text{FeCl}_3)} = \frac{22.7095}{0.14} = 162.21 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Cl}) = \frac{MM(\text{FeCl}_3) - MM(\text{Fe})}{3} = \frac{162.21 - 55.85}{3} = 35.45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

9) Calcolare in quale massa di BeF_2 sono presenti $4.316 \cdot 10^{22}$ atomi di fluoro.

$$MM(\text{Be}) = 9.012 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{F}) = 18.998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$MM(\text{BeF}_2) = MM(\text{Be}) + 2 \cdot MM(\text{F}) = 9.012 + 2 \cdot 18.998 = 47.008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{F}) = \frac{n^\circ \text{ atomi F}}{N_A} = \frac{4.316 \cdot 10^{22}}{6.022 \cdot 10^{23}} = 7.17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{BeF}_2) = \frac{n(\text{F})}{2} = \frac{7.17 \cdot 10^{-2}}{2} = 3.58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{BeF}_2) = n(\text{BeF}_2) \cdot MM(\text{BeF}_2) = 3.58 \cdot 10^{-2} \cdot 47.008 = 1.684 \text{ g}$$

10) Calcolare la massa dell'elemento potassio in 4.1822 g di K_2SO_4 .

$$MM(O) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(S) = 32.06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(K) = 39.10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(K_2SO_4) = 4\cdot MM(O) + MM(S) + 2\cdot MM(K) = 4\cdot 16.000 + 32.06 + 2\cdot 39.10 = 174.26 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(K_2SO_4) = \frac{m(K_2SO_4)}{MM(K_2SO_4)} = \frac{4.1822}{174.26} = 2.4\cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(K) = 2\cdot n(K_2SO_4) = 2\cdot 2.4\cdot 10^{-2} = 4.8\cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(K) = n(K)\cdot MM(K) = 4.8\cdot 10^{-2}\cdot 39.10 = 1.8768 \text{ g}$$

11) Calcolare la massa di ciascun elemento in 2.1764 g di CF_2Cl_2 .

$$MM(C) = 12.011 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(F) = 18.998 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(Cl) = 35.453 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(CF_2Cl_2) = MM(C) + 2\cdot MM(F) + 2\cdot MM(Cl) = 12.011 + 2\cdot 18.998 + 2\cdot 35.453 = 120.913 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(CF_2Cl_2) = \frac{m(CF_2Cl_2)}{MM(CF_2Cl_2)} = \frac{2.1764}{120.913} = 1.8\cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(C) = n(CF_2Cl_2) = 1.8\cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(F) = n(Cl) = 2\cdot n(CF_2Cl_2) = 2\cdot 1.8\cdot 10^{-2} = 3.6\cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(C) = n(C)\cdot MM(C) = 12.011\cdot 1.8\cdot 10^{-2} = 0.2162 \text{ g}$$

$$m(F) = n(F)\cdot MM(F) = 18.998\cdot 3.6\cdot 10^{-2} = 0.6839 \text{ g}$$

$$m(Cl) = n(Cl)\cdot MM(Cl) = 35.453\cdot 3.6\cdot 10^{-2} = 1.2763 \text{ g}$$

$$\text{Verifica: } 0.2162 + 0.6839 + 1.2763 = 2.1764 \text{ g}$$

12) In 1.621 g di SF_4 vi sono $3.613\cdot 10^{22}$ atomi di fluoro. Calcolare la massa molare dello zolfo.

$$MM(F) = 19.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022\cdot 10^{23}$$

La massa molare di SF_4 è:

$$MM(SF_4) = MM(S) + 4\cdot MM(F) = MM(S) + 4\cdot 19.00 = MM(S) + 76.00$$

La quantità molare di SF_4 corrispondente a 1.621 g è:

$$n(SF_4) = \frac{m(SF_4)}{MM(SF_4)} = \frac{1.621}{MM(S) + 76.00}$$

Il numero di molecole di SF₄ è il prodotto tra la quantità molare e il numero di Avogadro:

$$n^{\circ} \text{ molecole (SF}_4) = n(\text{SF}_4) \cdot N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1.621}{MM(\text{S}) + 76.00}$$

Poiché la molecola SF₄ contiene 4 atomi di fluoro, il numero di atomi di fluoro è:

$$n^{\circ} \text{ atomi (F)} = 4 \cdot n^{\circ} \text{ molecole (SF}_4) = 4 \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1.621}{MM(\text{S}) + 76.00} = \frac{3.905 \cdot 10^{24}}{MM(\text{S}) + 76.00} = 3.613 \cdot 10^{22}$$

Da questa equazione si ricava $MM(\text{S})$:

$$MM(\text{S}) = \frac{3.905 \cdot 10^{24}}{3.613 \cdot 10^{22}} - 76.00 = 32.08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3.4 ESERCIZI

1) Calcolare la massa di sodio e di azoto presente in 15.30 g di nitrato di sodio (NaNO₃).

$$MM(\text{N}) = 14.01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Na}) = 22.99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{NaNO}_3) = 85.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

[4.14 g, 2.52 g]

2) Calcolare in quale dei seguenti campioni vi è il maggiore numero di atomi di azoto: a) 3.725 g di NaNO₂, b) 2.377 g di NH₄NO₃, c) 3.126 g di KCN.

$$MM(\text{KCN}) = 65.12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{NaNO}_2) = 68.99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

[a) $3.25 \cdot 10^{22}$, b) $3.58 \cdot 10^{22}$, c) $2.89 \cdot 10^{22}$]

3) Si miscelano due campioni di diazoto gassoso (N₂). Nel primo sono presenti $1.084 \cdot 10^{22}$ atomi di diazoto, il secondo contiene $8.4 \cdot 10^{-3}$ mol di molecole di diazoto. Calcolare la massa della miscela.

$$MM(\text{N}) = 14.01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

[0.4875 g]

4) Determinare la massa molare di K₂SO₄ e calcolare quante moli di atomi di ossigeno sono presenti in 1.5682 g di K₂SO₄.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{S}) = 32.06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{K}) = 39.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

[174.26 g·mol⁻¹, $3.6 \cdot 10^{-2}$ mol]

5) Calcolare quante moli di atomi di arsenico e quanti atomi di zolfo sono presenti in 0.3444 g di As_2S_3 .

$$MM(\text{As}_2\text{S}_3) = 246.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[2.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}, 2.53 \cdot 10^{21}]$$

6) Il carbonato di sodio (Na_2CO_3) ha massa molare $105.99 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcolare la massa corrispondente a 0.26 mol di Na_2CO_3 e determinare quanti sono gli atomi di ossigeno in tale quantità di composto.

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[27.56 \text{ g}, 4.7 \cdot 10^{23}]$$

7) In 3.6471 g di un cloruro di stagno sono presenti 1.6619 g di metallo. Calcolare il rapporto tra cloro e stagno nel composto.

$$MM(\text{Cl}) = 35.45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Sn}) = 118.71 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[4]$$

8) 4.3253 g di NaCl sono mescolati con 4.2175 g di FeCl_3 . Calcolare quanti sono gli atomi di cloro complessivamente presenti nella miscela.

$$MM(\text{NaCl}) = 58.44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{FeCl}_3) = 162.21 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[9.15 \cdot 10^{22}]$$

9) In 4.3045 g di $\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ sono presenti $5 \cdot 10^{-2}$ mol di acqua di cristallizzazione. Calcolare quante sono le molecole di H_2O nella formula del sale idrato.

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{CaSO}_4) = 136.14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[2]$$

10) Calcolare la massa di metallo e la massa di acqua presenti in 4.213 g di $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Ni}) = 58.69 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 280.87 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[0.880 \text{ g}, 1.892 \text{ g}]$$

11) Calcolare la massa di ciascun elemento presente in 7.2897 g di K_2PtCl_6 . Calcolare inoltre quanti atomi di cloro sono presenti in 2.9156 g di K_2PtCl_6 .

$$MM(\text{Cl}) = 35.45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{K}) = 39.10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Pt}) = 195.08 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[\text{Pt}: 2.9262 \text{ g}, \text{K}: 1.1730 \text{ g}, \text{Cl}: 3.1905 \text{ g}, 2.17 \cdot 10^{22}]$$

12) Dalla decomposizione termica del carbonato di magnesio (MgCO_3) si sviluppa CO_2 gassoso ($\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$). Calcolare quanti grammi di MgO e quante molecole di CO_2 si formano dalla decomposizione di 14.2585 g di MgCO_3 .

$$MM(\text{C}) = 12.01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Mg}) = 24.31 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[6.8164 \text{ g}, 1.02 \cdot 10^{23}]$$

13) Calcolare la massa molare di SF_6 sapendo che in 4.0897 g di tale composto vi sono $1.012 \cdot 10^{23}$ atomi di fluoro. Calcolare inoltre quanti atomi di fluoro sono presenti in 2.9156 g di SF_6 .

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$[146.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}, 7.21 \cdot 10^{22}]$$

14) Da 5.5936 g di $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ per trattamento termico si ottengono 3.5753 g di sale anidro (CuSO_4). Calcolare quante sono le molecole di acqua di cristallizzazione nel sale idrato.

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{CuSO}_4) = 159.61 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[5]$$

15) Dalla decomposizione termica del carbonato di sodio si ottengono Na_2O e CO_2 . Calcolare la formula del carbonato di sodio sapendo che mediante decomposizione di 4.24 g di tale sale si ottengono 1.76 g di CO_2 .

$$MM(\text{C}) = 12.01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Na}) = 22.99 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3]$$

16) Il ferro quando viene riscaldato ad alta temperatura all'aria si trasforma nell'ossido di formula Fe_2O_3 . Calcolare quanto Fe_2O_3 si ottiene a partire da 2.361 g di ferro.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Fe}) = 55.85 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[3.376 \text{ g}]$$

17) Un elemento chimico metallico (M) reagisce con il diossigeno formando l'ossido di formula MO_2 . Dalla reazione di 5.000 g di metallo M si formano 6.348 g di ossido MO_2 . Calcolare la massa molare del metallo M.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[118.71 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}]$$

18) Si miscelano 0.952 g di KBr , 1.002 g di KBrO_3 e 0.999 g di CaBr_2 . Calcolare quante sono le moli complessive di bromo e la massa totale di potassio presente nella miscela.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{K}) = 39.10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Ca}) = 40.08 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Br}) = 79.90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[2.4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}, 0.547 \text{ g}]$$

19) Un composto è formato da arsenico e zolfo. Calcolare in quale rapporto atomico sono presenti i due elementi sapendo che ogni 4.495 g di arsenico sono presenti 2.885 g di zolfo.

$$MM(\text{S}) = 32.06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{As}) = 74.92 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[\text{S}/\text{As} = 1.5]$$

20) Dall'analisi di un campione purissimo di $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ (perossidisolfato di sodio) risultano essere presenti 0.920 g di sodio. Calcolare le moli di ossigeno presenti nel campione analizzato e la massa del campione stesso.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Na}) = 22.99 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{S}) = 32.06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[0.16 \text{ mol}, 4.762 \text{ g}]$$

21) 0.972 g di granuli di magnesio sono miscelati a 1.143 g di MgCl_2 e 0.963 g di Mg_2SO_4 . Calcolare la massa totale di magnesio presente nella miscela.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Mg}) = 24.31 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{S}) = 32.06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Cl}) = 35.45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[1.459 \text{ g}]$$

22) Un composto è formato da ossigeno e titanio. Determinare la formula minima del composto sapendo che in 1.997 g di esso sono presenti 0.800 g di ossigeno.

$$MM(\text{O}) = 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$MM(\text{Ti}) = 47.88 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[\text{TiO}_2]$$

Alessandro Del Zotto

Esercizi di Chimica Generale

Accedi ai contenuti digitali > Espandi le tue risorse > con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere ai **contenuti digitali**.
L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi** dalla **attivazione del servizio**.

